

Travaux dirigés Chimie en solution 2013/2014

Les réactions acido-basiques

Exercice 1

On considère les composés suivants :

Acide perchlorique (HClO_4)	Hypochlorite de sodium (NaClO) $pK_a : 7,6$
Acide sulfurique (H_2SO_4)	Nitrite de potassium (KNO_2) $pK_a : 3,4$
Acide nitrique (HNO_3)	Acide phosphorique (H_3PO_4) $pK_a : 2,1 ; 7,2 ; 12,1$
Potasse (KOH)	Ammoniac (NH_3) $pK_a : 9,2$

1.1 - Donner les réactions de dissociation des différents composés en indiquant le couple acide/base conjugués dans chaque cas.

1.2 - Classer les acides et les bases selon leur force par ordre décroissant.

1.3 - Donner les domaines de prédominance de chaque espèce en fonction du pH.

1.4 - donner le domaine de concentration où les électrolytes faibles sont considérés comme très peu dissociés.

Exercice 2

On dissout l'électrolyte fort NaF dans l'eau. Donnée : $pK_A(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,2$.

2.1 - Ecrire la réaction de dissociation de NaF dans l'eau.

2.2 - La solution obtenue est-elle acide, neutre ou basique ? Justifier votre réponse.

2.3 - Donner l'expression du coefficient d'ionisation α de F^- .

2.4 - Donner la valeur de α si la concentration initiale des ions F^- est égale à $10^{-4,8}$ M.

2.5 - Donner les nouvelles valeurs de α si la solution initiale des ions F^- a subi des dilutions de 10^5 , 10^{10} et 10^{12} fois. Conclure

Exercice 3

On considère les solutions aqueuses suivantes :

Solution	S1	S2	S3	S4	S5
Espèces	HF	HCOOH	NH_4Cl	HCl	NaOH
Concentration	0,1 M	0,1 M	0,1 M	0,1 M	0,1 M
pK_A	3,17	3,8	9,2	--	--

Calculer le pH des solutions suivantes :

1°) 50 ml de S1 + 50 ml de S2 **5°)** 50 ml de S2 + 50 ml de S5

2°) 50 ml de S1 + 50 ml de S3 **6°)** 50 ml de S3 + 25 ml de S5

3°) 50 ml de S2 + 50 ml de S4 **7°)** 50 ml de S3 + 50 ml de S4 + 50 ml de S5

4°) 50 ml de S4 + 50 ml de S5

Exercice 4

A- On prépare une solution d'acide chlorhydrique en faisant barboter dans 5 litres d'eau 6 litres chlorure d'hydrogène gazeux (25 °C , 1atm). La totalité du gaz est dissoute en solution. On considère que la dissolution du gaz ne change pas le volume de la solution.

- 1) Déterminer la concentration en acide chlorhydrique de la solution préparée.
- 2) Calculer son pH

B – 20 ml d'une solution de chlorure d'hydrogène 0,01M sont neutralisés par une solution d'hydroxyde de potassium KOH 0,02M.

- 1) Calculer le volume de la solution basique nécessaire pour neutraliser totalement la prise d'essai de la solution acide.
- 2) Quelle est la valeur de pH en ce point ? Justifier
- 3) On évapore totalement la solution obtenue à l'équivalence. Quelle masse de sel obtient-on ?
- 4) Calculer le pH de la solution à moitié neutralisée.

Exercice 5

1- On considère une solution commerciale de soude NaOH à 35% (pourcentage massique) et de densité 1,371 par rapport à l'eau. (NaOH = 40 g)

- a- Calculer la concentration molaire de la solution commerciale.
- b- Quel volume faut-il prélever de cette solution pour préparer 500 ml d'une solution 0,06 M ?
- c- Calculer le pH de la solution de soude diluée

2) Quelle masse d'acide acétique, CH₃COOH, faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir 250 ml d'une solution 0,048 M ?

- b- Calculer le pH de cette solution

3) On effectue la neutralisation de 10 ml de la solution d'acide acétique par la solution de soude diluée. Ecrire l'équation globale de la réaction de neutralisation

- b- Calculer le volume V_e de la solution de soude nécessaire pour neutraliser totalement la prise d'essai de la solution acide (point équivalent)
- c- Calculer le pH au point équivalent.

On donne M(CH₃COOH) = 60g/mol et pK_a(CH₃COOH / CH₃COO⁻) = 4,8.

Exercice 6

On considère une solution commerciale d'acide nitrique de densité par rapport à l'eau d=1,84 et contenant 62% en masse d'acide HNO₃. (HNO₃ = 63 g/mol)

- 1- Calculer la concentration molaire de la solution commerciale
- 2- Quel volume faut-il prélever de la solution commerciale pour préparer 1 litre d'une solution diluée d'acide nitrique de concentration 0,1 mol/l.
- 3- Calculer le pH de la solution diluée d'acide nitrique

20 ml d'une solution de méthylamine CH_3NH_2 sont dosés par la solution d'acide nitrique 0,1M. Le pH initial (avant toute addition d'acide) $\text{pH}_i = 11,8$ et l'équivalence est obtenue après addition de 16,0 ml de la solution acide.

- 4- Justifier le caractère basique de CH_3NH_2 (écrire la réaction de dissociation dans l'eau)
- 5- Calculer la concentration des ions OH^- dans la solution basique.
- 6- Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide nitrique et la méthylamine.
- 7- Calculer la concentration molaire de la solution de méthylamine
- 8- En déduire qu'il s'agit d'une base faible. Calculer son coefficient de dissociation et sa constante d'acidité.
- 9- Quelle est la nature acido-basique du mélange (dans le bécher) au point équivalent ? Calculer alors la valeur de pH en ce point
- 10- Tracer l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_a)$; V_a étant le volume d'acide versé. En particulier reporter les points ayant pour abscisses:

$$V_a = 0\text{ml} \quad V_a = 8,0\text{ml} \quad V_a = 16,0\text{ml}$$

Examen SV1 (2013)

1) Complétez le tableau suivant :

Solution aqueuse	C mol.L ⁻¹	[H ₃ O ⁺] mol.L ⁻¹	[OH ⁻] mol.L ⁻¹	pH	nature acido-basique
HCl				4,3	
H ₂ SO ₄				4,3	
NaOH	0,06				
Ca(OH) ₂				12,8	
CH ₃ NH ₂ (pK _a =10,6)				11,7	
HClO	7,5.10 ⁻²			4,3	

2) Un volume v_a de la solution de HClO ($C = 7,5 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et $\text{pH} = 4,3$) est dosé par la solution de soude NaOH (0,06 mol.L⁻¹). L'équivalence est obtenue pour $v_b = 12,5\text{ml}$.

- a- Ecrire l'équation de la réaction de dosage
- b- Calculer le volume v_a de la prise d'essai de la solution acide
- c- Calculer le pH du mélange à l'équivalence.

Examen SMP2 (2013)

On considère les solutions suivantes : S1 : acide nitrique (HNO_3) - S2 : acide nitreux (HNO_2 ; $\text{pK}_a = 3,35$) - S3 : soude (NaOH). Les trois solutions ont la même concentration $C = 0,1$ mol/l. On réalise les mélanges suivants :

Mélange N°1 : 100 ml S1 + 100 ml S3

Mélange N°3 : 100 ml S2 + 100 ml S3

Mélange N°2 : 100 ml S2 + 50 ml S3

Mélange N°4 : 100 ml S1 + 100 ml S2

Calculer le pH des mélanges 1,2,3 et 4

Examen SV1 (2014)

1/ On dispose des solutions aqueuses suivantes :

	méthylamine				éthanolate de sodium
	CH_3NH_2	HCl	HClO	NaOH	$(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-, \text{Na}^+)$
$\text{C} / \text{mol.L}^{-1}$			$7,5 \cdot 10^{-2}$		$1 \cdot 10^{-4}$
pH	11,7	1,3	4,3	12,78	10
pK_a	10,6				

QCM 1 : Parmi les propositions suivantes, laquelle est fausse ?

A/ Dans une solution basique, $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$.

B/ Dans une solution acide, $K_e = 10^{-14}$ à 25°C.

C/ Le pH d'une solution acide augmente avec la dilution.

D/ A 37°C, $K_e = 2,4 \cdot 10^{-14}$; le pH d'une solution neutre est de 6,8 à cette température.

E/ En solution aqueuse, l'ion $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$ est une base forte au même niveau que NaOH.

F/ Aucune réponse fausse

QCM 2 : La Concentration molaire de NaOH est égale :

A/ 0,05	B/ 0,055	C/ 0,055	D/ 0,021	E/ 0,06	F/ autre
----------------	-----------------	-----------------	-----------------	----------------	-----------------

QCM 3 : La concentration molaire de CH_3NH_2 , en mol/L, est :

A/ 0,055	B/ 0,037	C/ 0,110	D/ 0,021	E/ 0,063	F/ autre
-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------

QCM 4 : HClO est un acide faible dont la valeur de la constante d'acidité K_a est :

A/ $9,810^{-7}$	B/ $1,910^{-10}$	C/ $3,35 \cdot 10^{-8}$	D/ $6,4510^{-12}$	E/ $4,8 \cdot 10^{-5}$	F/ autre
------------------------	-------------------------	--------------------------------	--------------------------	-------------------------------	-----------------

Un volume $V=10$ ml de la solution CH_3NH_2 est dosé par la solution HCl.

QCM 5 : Parmi les propositions suivantes, laquelle est fausse ?

A/ Il s'agit d'un dosage de base faible par un acide fort.

B/ A la demi-équivalence, le pH est indépendant de la concentration de l'acide.

C/ A l'équivalence, le pH dépend de la concentration de l'acide.

D/ A l'équivalence, le mélange est acide.

E/ Le volume d'HCl, nécessaire pour neutraliser totalement la prise d'essai, est 12,6mL.

F/ Aucune réponse fausse

QCM 6 : Au point équivalent, le pH du mélange est égal :

A/ 5,9	B/ 7,0	C/ 7,8	D/ 6,5	E/ 6,1	F/ autre
---------------	---------------	---------------	---------------	---------------	-----------------

Equilibre de dissolution – Produit de solubilité

1/ Déterminer la solubilité en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ des composés suivants :

- a) CaCO_3 $K_s = 8,7\cdot 10^{-9}$
b) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ $K_s = 5,6\cdot 10^{-20}$

2/ De ces deux hydroxydes $\text{Zn}(\text{OH})_2$ et $\text{Al}(\text{OH})_3$, quel est le plus soluble dans l'eau ?

Données : $K_s(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1\cdot 10^{-17}$ $K_s(\text{Al}(\text{OH})_3) = 3,7\cdot 10^{-15}$

3/ Un malade souffre d'un calcul rénal dont la masse est de 0,384 g. En supposant qu'il est entièrement constitué d'oxalate de calcium CaC_2O_4 dont le K_s vaut $3,6\cdot 10^{-9}$, calculer le volume nécessaire d'eau pour le dissoudre.

4/ Le pH d'une solution saturée de l'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ est égal 12,8. Calculer le produit de solubilité K_s de cet hydroxyde à la même température.

5/ On répartit dans 3 béchers une solution saturée de KClO_4 .

- a) Dans le premier, on ajoute un peu de solution aqueuse d'acide HClO_4 .
b) Dans le deuxième, on verse un peu de solution de chlorure de potassium KCl .
c) Dans le troisième, on met un peu de solution de nitrate d'ammonium NH_4NO_3 .
Prévoir ce qui va se passer dans ces 3 béchers et expliquer les réponses.

6/ Quelle est la solubilité du sulfate de baryum dans une solution de chlorure de baryum 10^{-2} mol/L ? On donne $K_s(\text{BaSO}_4) = 10^{-10}$.

Quelle est la quantité maximale (en grammes) de sulfate de baryum qui peut se dissoudre dans 1 litre de sulfate de sodium 0,1 mol/L ?

7/ Y aura-t-il précipitation :

- a) si on mélange 100 mL de CaCl_2 $0,02$ mol. L^{-1} à 100 mL de Na_2SO_4 $4\cdot 10^{-4}$ mol. L^{-1} .
b) si on mélange 100 mL d'une solution de AgNO_3 $6\cdot 10^{-4}$ mol. L^{-1} et 200 mL d'une solution de NaCl $9\cdot 10^{-3}$ mol. L^{-1} ?
c) si on mélange 250 mL d'une solution de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ $1,6\cdot 10^{-3}$ mol. L^{-1} avec 750 mL d'une solution de Na_2SO_4 $2,4\cdot 10^{-3}$ mol. L^{-1} ?

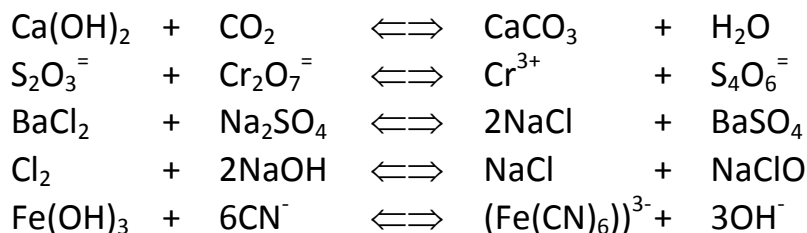
On donne : $K_s(\text{CaSO}_4) = 2\cdot 10^{-5}$ $K_s(\text{AgCl}) = 1,6\cdot 10^{-10}$ $K_s(\text{PbSO}_4) = 2\cdot 10^{-8}$

8/ On considère une solution aqueuse contenant des ions Fe^{3+} et Mg^{2+} à la concentration de $3\cdot 10^{-5}$ mol. L^{-1} . Sachant que $K_s(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 10^{-38}$ et $K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 10^{-11}$,

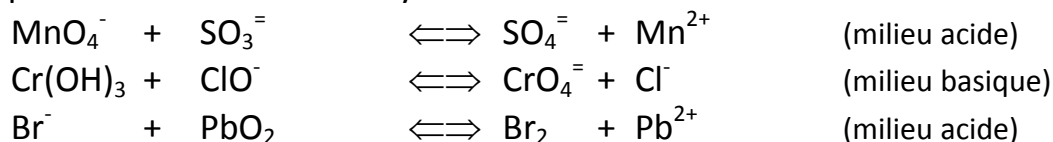
- a) A quel pH la précipitation de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ commence ?
b) A quel pH la précipitation de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ commence ?
c) Quels ions précipitent-ils en premier ? Expliquer.
d) Quelle est la concentration résiduelle en ions Fe^{3+} lorsque Mg^{2+} commence à précipiter ?

Réactions d'oxydoréductions

1/ Quelles sont les réactions d'oxydoréduction, parmi les réactions suivantes ?



2/ Equilibrer les réactions d'oxydoréduction suivantes :



3/ Le permanganate de potassium KMnO_4 ($M=158\text{g/mol}$) peut être réduit en sel de manganèse (II), en milieu acide, et en dioxyde de Manganèse MnO_2 en milieu basique.

- a) Ecrire les demi réactions correspondantes.
- b) Quelle est alors la normalité d'une solution de KMnO_4 à $3,16\text{g/l}$?

4/ Une méthode simple de préparer le dichlore Cl_2 consiste à verser une solution concentrée d'acide chlorhydrique sur des cristaux de permanganate de potassium KMnO_4 . Le manipulateur utilise 25 g de KMnO_4 solide et une solution d'acide chlorhydrique concentrée 12M .

- a- Ecrire les deux demi-équations et l'équation bilan de la réaction observée.
- b- Calculer le volume de la solution acide nécessaire s'il veut employer tout le permanganate ?
- c- Quel est le volume de dichlore qu'il peut obtenir
- d- Quelle sera, dans la solution obtenue, la concentration en ions Mn^{2+} ?

5/ On plonge une lame de cuivre dans 500 ml d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 $5 \cdot 10^{-2}\text{M}$.

- a- Ecrire les demi-équations ainsi que l'équation bilan de la réaction mises en jeu.
- b- Après un certains temps la lame a perdu une masse $m = 635\text{mg}$. Calculer la concentration des ions présents en solution.

Données : $E^\circ\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80\text{V}$ $E^\circ\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34\text{V}$ $M_{\text{Cu}} = 63,5\text{ g/mol}$

6/ Dans 50 ml d'une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 à $0,25\text{M}$, on ajoute 1 g de zinc solide.

- a - Décrire les phénomènes observés.
- b - Ecrire les équations des demi-réactions et de la réaction globale
- c - Calculer la constante d'équilibre de la réaction globale
- d - Etablir le tableau d'avancement de la réaction

7/ Un échantillon de 1,20 g d'un mélange de poudre de fer et d'aluminium est traité par une solution d'acide chlorhydrique 12 M en excès. Après la réaction totale des deux métaux, il s'est formé un volume de 710 mL de dihydrogène.

- a- Ecrire les équations des réactions qui ont lieu
- b- Calculer la masse du fer dans le mélange.
- c- Déterminer le volume minimum de la solution acide utilisé.

8/. On dispose de quatre solutions aqueuses de HCl, FeSO₄, MgCl₂ et de AgNO₃ et de trois lames de fer, magnésium et d'argent

Que se passe-t-il, si on plonge les lames dans chacune des solutions ?

Données : $E^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$ $E^\circ \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2,37 \text{ V}$ $E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$

9/ Une solution d'acide chlorhydrique HCl attaque le zinc avec dégagement d'hydrogène, mais n'attaque pas le cuivre. L'acide nitrique HNO₃ attaque le cuivre, avec un dégagement de NO. Justifier ces comportements

Données : $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$ $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ V}$ $E^\circ \text{NO}_3^-/\text{NO} = +0,96 \text{ V}$

10/ On réalise une pile constituée d'une solution de Zn(NO₃)₂ dans laquelle plonge une lame de Zinc et d'une solution d'AgNO₃ dans laquelle plonge une lame d'argent. Les deux solutions sont reliées par un pont conducteur. Les deux lames sont réunies par un fil conducteur ;

- a- Expliquer ce qui se passe dans chaque compartiment
 - b- Ecrire les demi-réactions ainsi que la réaction globale
 - c- Calculer la ddp entre les deux lames si les deux solutions sont à 0,1M.
 - d- Lorsque l'équilibre est atteint, calculer la constante de l'équilibre chimique.
- Quelles sont alors les concentrations respectives des cations dans les deux compartiments.

Examen 1

1) Déterminer le degré d'oxydation des éléments suivants :

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	CrO_4^{2-}	Cr^{3+}	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	Cr	H_2O
DO(Cr) =	DO(Cr) =	DO(Cr) =	DO(Cr) =	DO(Cr) =	DO(H) =
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Na}$	H_2	H_2O	H_2O_2
DO(C) =	DO(C) =	DO(C) =	DO(H) =	DO(O) =	DO(O) =

2) Entourer les couples ox/red parmi les couples ci-dessous :

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{CrO}_4^{2-}$, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$, $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}(\text{OH})_3$, H^+/H_2 , $\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$, HCl/Cl^- , $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2/\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2/\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2/\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Na}$, Ag^+/AgCl , $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

3) En milieu acide $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ permet l'oxydation complète de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ en acide acétique $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Ecrire les demi-réactions associées aux couples correspondants et la réaction globale :

4) On réalise le titrage de 20 ml d'une solution d'éthanol par une solution de bichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,015M. L'équivalence est obtenue après

addition de 12 ml de la solution oxydante. Calculer le titre de la solution d'éthanol : normalité, molarité et concentration massique

Examen 2

Un volume $V=10\text{ml}$ d'une solution de dioxyde de soufre SO_2 est dosé par une solution de permanganate de potassium KMnO_4 à 10^{-4} mol/L et en milieu acide. Il faut verser 4,7 mL pour atteindre l'équivalence.

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu sont : $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.

QCM 8 : Parmi les propositions suivantes laquelle est exacte ?

- A/ Le degré d'oxydation du soufre dans la molécule SO_4^{2-} est égal (5).
- B/ Dans l'équation de réaction globale d'oxydoréduction, les coefficients stœchiométriques de SO_4^{2-} et MnO_4^- sont respectivement 5 et 2.
- C/ L'oxydant est SO_2 .
- D/ Le réducteur est MnO_4^-
- E/ La réaction d'oxydation correspond à un gain d'électrons.
- F/ Aucune réponse exacte

QCM 9 : La Normalité en SO_2 de la solution analysée **N** est :

A/ $4,47 \cdot 10^{-7}$	B/ $5,9 \cdot 10^{-5}$	C/ $9,4 \cdot 10^{-6}$	D/ $4,7 \cdot 10^{-6}$	E/ $2,35 \cdot 10^{-4}$	F/ autre
-------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	-------------------------	----------

QCM 10 : La molarité en SO_2 de la solution analysée **M** est :

A/ $9,4 \cdot 10^{-6}$	B/ $1,2 \cdot 10^{-4}$	C/ $4,7 \cdot 10^{-5}$	D/ $10,8 \cdot 10^{-5}$	E/ $2,1 \cdot 10^{-4}$	F/ autre
------------------------	------------------------	------------------------	-------------------------	------------------------	----------

Examen 3

Une solution d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ de concentration C_1 est dosée par une solution acidifiée de permanganate de potassium KMnO_4 de concentration $C_2=0,2$ mol / L.

A un volume $V_1=10$ mL de la solution alcoolique initiale, il faut ajouter $V_2=17,4\text{mL}$ de la solution de permanganate pour atteindre le point d'équivalence.

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu sont $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.

Masses molaires (en g/mol) : $H=1$ $C=12$ $O=16$ $K=39$ $Mn=55$

QCM 15 : Parmi les propositions suivantes laquelle est exacte ?

- A/ L'oxydation correspond à un gain d'électrons.
- B/ Un réducteur est une espèce chimique capable de gagner un ou plusieurs électrons
- C/ Dans l'écriture d'une demi-équation d'oxydoréduction d'un couple, l'oxydant est toujours du côté des électrons.
- D/ Une espèce chimique est soit réducteur, soit oxydant, mais jamais les deux.
- E/ La réduction correspond à une augmentation du degré d'oxydation.
- F/ L'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ est l'oxydant dans cette réaction de dosage.

QCM 16 : L'équivalence se traduit par la relation :

A/ $5C_1V_1 = 2C_2V_2$	B/ $C_1V_1 = C_2V_2$	C/ $5C_1V_1 = 4C_2V_2$
D/ $2C_1V_1 = 5C_2V_2$	E/ $4C_1V_1 = 5C_2V_2$	F/ $4C_1V_1 = 8C_2V_2$

QCM 17 : La concentration molaire de la solution alcoolique est égale (mol/L) :

A/ 0,696	B/ 0,348	C/ 0,278	D/ 0,435	E/ 0,139	F/autre
----------	----------	----------	----------	----------	---------

QCM 18 : La masse d'éthanol contenue dans un litre de solution est égale (g/L) :

A/ 16,0	B/ 32,0	C/ 12,8	D/ 6,4	E/ 20,0	F/autre
---------	---------	---------	--------	---------	---------

7/ On fait réagir 2,7g d'aluminium sur 50 ml de solution d'acide nitrique HNO_3 à 0,1M. Il se forme des ions aluminium Al^{3+} et il se dégage de l'ammoniac NH_3 .

- Ecrire les équations des demi-réactions et de la réaction globale
- Calculer, en fin de réaction, la concentration des ions Al^{3+} en solution.

VIII- Lors d'une analyse qualitative d'un mélange d'anions, la recherche des ions chlorures Cl^- en présence des ions bromures Br^- s'effectue en deux étapes :

- Dans un premier temps, le mélange est traité par une solution de bichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, en milieu acide, ce qui libère sélectivement du Brome Br_2 .
- Ensuite on ajoute une solution de permanganate de potassium KMnO_4 (milieu acide) pour libérer le chlore Cl_2 .

1- Ecrire les réactions correspondantes

2- Pourquoi on n'obtient pas les mêmes résultats si on inverse les étapes ?

Données : $\text{O} = 16$ $\text{K} = 39$ $E^\circ \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,06 \text{ V}$ $E^\circ \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36 \text{ V}$
 $E^\circ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} = 1,33 \text{ V}$ $E^\circ \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,51 \text{ V}$

8/ On fait réagir 2,7g d'aluminium sur 50 ml de solution d'acide nitrique HNO_3 à 0,1M. Il se forme des ions aluminium Al^{3+} et il se dégage de l'ammoniac NH_3 .

- Ecrire les équations des demi-réactions et de la réaction globale
- Calculer, en fin de réaction, la concentration des ions Al^{3+} en solution.

11/ L'acide chlorhydrique attaque le zinc métallique avec un dégagement de dihydrogène. On fait réagir 5 g de zinc sur 50 ml d'acide chlorhydrique 0,1M.

- Ecrire l'équation de la réaction globale correspondante en précisant les couples redox mis en jeu.
- Calculer en fin de réaction la masse de Zn qui a réagi, la concentration des ions Zn^{2+} en solution et le volume de H_2 formé (25 °C , 1atm).

13/ Une solution d'acide chlorhydrique HCl attaque le zinc avec dégagement d'hydrogène, mais n'attaque pas le cuivre. L'acide nitrique HNO_3 attaque le cuivre, avec un dégagement de NO .

- Justifier ces comportements
- Ecrire les réactions correspondantes, préciser la variation du degré d'oxydation, l'oxydation et la réduction

Données : $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = - 0,76 \text{ V}$ $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = + 0,34 \text{ V}$ $E^\circ \text{NO}_3^-/\text{NO} = + 0,96 \text{ V}$

9- Pour déterminer la teneur en fer d'un minerai, on traite un échantillon de 16 g par l'acide sulfurique H_2SO_4 dilué. Dans ces conditions, tout le fer contenu dans

l'échantillon se retrouve à l'état de sulfate de fer FeSO_4 dans la solution. Le volume de celle-ci est ajusté à 250 ml avec de l'eau distillée (solution S1), puis on en prélève un volume de 10 ml qu'on dose par une solution de KMnO_4 0,02 mol/l. On doit utiliser 11 ml de la solution de KMnO_4 .

- a) Ecrire la réaction de dissolution du fer par H_2SO_4 .
- b) Ecrire la réaction du dosage sachant que le fer (II) est oxydé en fer (III).
- c) Calculer la normalité, la molarité et la concentration massique de la solution S1.
- d) Quelle est alors la masse de fer contenu dans l'échantillon ? En déduire la teneur en fer du minerai (pourcentage massique).

9/ L'ammoniaque réagit avec l'hypochlorite de sodium NaClO pour former l'hydrazine N_2H_4 et le chlorure de sodium NaCl .

- a- Déterminer le degré d'oxydation du chlore et de l'azote dans les différents composés.
- b- Ecrire les demi-réactions et la réaction globale correspondantes (en milieu basique).



Travaux dirigés Chimie en solution 2013/2014

Correction des exercices

Les réactions acido-basiques

Exercice 4

A- 1) Le nombre de mole du gaz HCl supposé gaz parfait : $PV=nRT$

$$\text{d'où } n = PV/(RT) = 1.10^5 \cdot 6.10^{-3} / (8,314 \cdot 298)$$

$$\mathbf{n=0,242 \text{ mol}}$$

Concentration C ou M de la solution aqueuse de HCl

$$C = n/V = 0,242/5 = \mathbf{0,0484 \text{ mol/L}}$$

2) HCl est un acide fort totalement dissocié dans l'eau donc $[H_3O^+] = C$

$$\text{d'où } \text{pH} = -\log C = -\log 0,0484 = \mathbf{1,3}$$

B – 1) Il s'agit d'un dosage d'un mono-acide par une mono-base

La relation de l'équivalence $NaVa = NbVb$ devient $CaVa = CbVb$

$$\mathbf{Ve = CaVa/Cb = 0,01 \cdot 20/0,02 = 10 \text{ mL}}$$

2) Au point d'équivalence le mélange est une solution de KCl

K^+ et Cl^- sont des ions inactifs donc le mélange est neutre $\text{pH} = 7$.

3) $m(\text{KCl}) = n(\text{KCl}) \cdot M(\text{KCl})$

$$n(\text{KCl}) = CaVa = 0,01 \cdot 20 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{d'où } m(\text{KCl}) = 2,0 \cdot 10^{-4} \cdot (35,5 + 39) = \mathbf{0,0149 \text{ g}}$$

4) Calculer le pH de la solution à moitié neutralisée.

A la demi-équivalence $Vb < Ve$ donc le mélange est acide

$$[H_3O^+] = (CaVa - CbVb)/(Va + Vb)$$

$$[H_3O^+] = (0,01 \cdot 20 - 0,02 \cdot 5)/(20 + 5) = 0,004 \text{ mol/L}$$

$$\mathbf{\text{pH} = -\log(0,004) = 2,4}$$

Exercice 5

1- a- La densité d'une solution $d_{\text{sol}} = \rho_{\text{sol}}/\rho_{\text{eau}}$

$$d_{\text{sol}} = 1,371 \text{ d'où } \rho_{\text{sol}} = \mathbf{1,371 \cdot 1000 = 1371 \text{ g/L}}$$

Le pourcentage massique (appelé aussi la pureté) = $100 \cdot m_{\text{NaOH}}/m_{\text{sol}} = 35$

La masse de base NaOH dans un litre de solution $m_{\text{NaOH}} = m_{\text{sol}} \cdot 0,35 = \mathbf{479,85 \text{ g/L}}$

c'est la concentration massique de la solution commerciale.

D'où la concentration molaire de la solution commerciale :

$$\mathbf{C = 479,85/40 = 12,0 \text{ mol/L}}$$

b- En utilisant la relation de dilution qui traduit la conservation de la matière

$$C_i V_i = C_f V_f$$

On obtient : $V_i = 0,06 * 500 / 12 = 2,5 \text{ mL}$

c- NaOH est une base forte totalement dissociée dans l'eau donc $[OH^-] = C$

D'où $pH = 14 + \log C = 14 + \log 0,06 = 12,78$

2) a- $m = C * M * V = 0,048 * 60 * 250 * 10^{-3} = 0,72 \text{ g}$

b- Il s'agit d'un **acide faible**, en plus $K_a / C = 3,3 * 10^{-4} < 10^{-2}$, donc on peut considérer qu'il est peu dissocié et on applique la relation : $pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C = 3,06$

3) a-

b- Il s'agit d'un dosage d'un mono-acide par une mono-base

La relation de l'équivalence $NaVa = NbVb$ devient $CaVa = CbVe$

$Ve = CaVa / Cb = 0,048 * 10 / 0,06 = 8 \text{ mL}$

c- Au point d'équivalence le mélange est une solution de CH_3COONa

Na^+ est inactive

CH_3COO^- est une base faible (base conjuguée d'un acide faible CH_3COOH)

Le mélange est une base faible

Si on considère la base faible peu dissociée on peut appliquer la relation :

$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log [CH_3COO^-]$

avec $[CH_3COO^-] = CaVa / (Va + Ve) = (0,048 * 10 / (10 + 8)) = 0,027 \text{ mol/L}$

$pH = 7 + \frac{1}{2} * 4,8 + \frac{1}{2} * \log(0,027) = 8,6$

Exercice 6

1- La densité d'une solution $d_{sol} = \rho_{sol} / \rho_{eau}$

$d_{sol} = 1,84$ d'où $\rho_{sol} = 1,84 * 1000 = 1840 \text{ g/L}$

Le pourcentage massique (appelé aussi la pureté) = $100 * m_{HNO_3} / m_{sol} = 62$

La masse d'acide HNO_3 dans un litre de solution $m_{HNO_3} = m_{sol} * 0,62 = 1140,8 \text{ g/L}$

c'est la concentration massique de la solution commerciale.

D'où la concentration molaire de la solution commerciale :

$C = 1140,8 / 63 = 18,11 \text{ mol/L}$

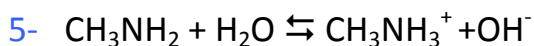
2- En utilisant la relation de dilution qui traduit la conservation de la matière

$$C_i V_i = C_f V_f$$

On obtient : $V_i = 0,1 * 1000 / 18,11 = 5,5 \text{ mL}$

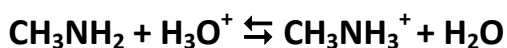
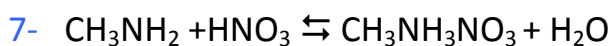
3- HNO_3 est un acide fort totalement dissocié dans l'eau donc $[H_3O^+] = C$

D'où $pH = -\log C = -\log 0,1 = 1$



6- $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ et $[OH^-] = K_e / [H_3O^+]$

$\Rightarrow [OH^-] = 0,063 \text{ mol/L}$



8- Il s'agit d'un dosage d'une mono-base par un mono-acide :

La relation de l'équivalence $NbVb = NaVe$ devient $CbVb = CaVe$

$$Cb = CaVe/Vb = 0,1 \cdot 16/20 = 0,08 \text{ mol/L}$$

- 9- On constate que $[OH^-] = 0,063 \text{ mol/L} < Cb = 0,08 \text{ mol/L}$
donc **la base n'est pas totalement convertie**

Le coefficient $\alpha = [CH_3NH_3^+]/[CH_3NH_2]$

Comme $[CH_3NH_3^+] = [OH^-]$ $\alpha = 0,063/0,08 = 0,079$

$Ka = Ke/Kb$

$$Kb = [CH_3NH_3^+][OH^-]/[CH_3NH_2] = (0,063)^2/0,08 = 5,4 \cdot 10^{-4}$$

$$Ka = 1,85 \cdot 10^{-11}$$

- 10- Au point d'équivalence le mélange est une solution de $CH_3NH_3NO_3$

NO_3^- est inactive

$CH_3NH_3^+$ est un acide faible (acide conjugué d'une base faible)

Le mélange est un acide faible

Si on considère l'acide faible peu dissocié on peut appliquer la relation :

$$pH = \frac{1}{2} pKa - \frac{1}{2} \log[CH_3NH_3^+]$$

avec $[CH_3NH_3^+] = CbVb/(Vb+Ve) = (0,08 \cdot 20)/(20+16) = 0,045 \text{ mol/L}$

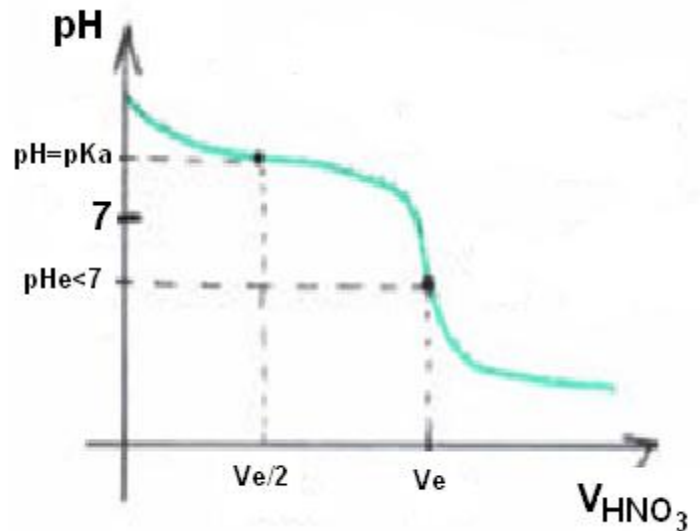
$$pH = \frac{1}{2} \cdot 10,73 - \frac{1}{2} \cdot \log(0,045) = 6,04$$

11-

$V_a = 0 \text{ ml}$ $pH_i = 11,8$

$V_a = 8,0 \text{ ml} = Ve/2$ $pH = pKa$

$V_a = 16,0 \text{ ml}$ $pH_e = 6,04$



Examen SV1 (2013)

1) Complétez le tableau suivant :

Solution aqueuse	C mol.L ⁻¹	[H ₃ O ⁺] mol.L ⁻¹	[OH ⁻] mol.L ⁻¹	pH	nature acido-basique
HCl	5.10 ⁻⁵	5.10 ⁻⁵	2.10 ⁻¹¹	4,3	Acide Fort
H ₂ SO ₄	2,5.10 ⁻⁵	5.10 ⁻⁵	2.10 ⁻¹¹	4,3	di-acide fort
NaOH	0,06	1,610 ⁻¹³	0,06	12,8	Base forte
Ca(OH) ₂	0,03	1,610 ⁻¹³	0,06	12,8	di-base forte

CH₃NH₂ (pK _a =10,6)	0,063	2.10⁻¹²	5.10⁻³	11,7	Base faible
HClO	7,5.10 ⁻²	5.10⁻⁵	2.10⁻¹¹	4,3	Acide faible

2) Un volume v_a de la solution de HClO ($C = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $\text{pH} = 4,3$) est dosé par la solution de soude NaOH ($0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$). L'équivalence est obtenue pour $v_b = 12,5 \text{ mL}$.

a- Ecrire l'équation de la réaction de dosage



Ou bien $\text{HClO} + \text{OH}^- \rightarrow \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$

b- Calculer le volume v_a de la prise d'essai de la solution acide

Il s'agit d'un dosage d'un mono-acide par une mono-base

La relation de l'équivalence $N_a V_a = N_b V_b$ devient $C_a V_a = C_b V_b$

$$V_a = C_b V_b / C_a = 0,06 \cdot 12,5 / 7,5 \cdot 10^{-2} = 10 \text{ mL}$$

c- Calculer le pH du mélange à l'équivalence.

Au point d'équivalence le mélange est une solution de ClONa

Na⁺ est inactive

ClO⁻ est une base faible (base conjuguée d'un acide faible HClO)

Le mélange est une base faible

Si on considère la base faible peu dissociée on peut appliquer la relation :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \log[\text{ClO}^-]$$

$$[\text{ClO}^-] = C_a V_a / (V_a + V_b) = (7 \cdot 10^{-2} \cdot 10) / (10 + 12,5) = 0,031 \text{ mol/L}$$

Le pK_a est calculé à partir du pH de la solution de HClO (supposé peu dissocié)

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / C \text{ d'où } \text{pK}_a = 7,48:$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \cdot 7,48 + \frac{1}{2} \cdot \log(0,031) = 9,9$$

Examen SV1 (2014)

1/ On dispose des solutions aqueuses suivantes :

	méthylamine				éthanolate de sodium
	CH₃NH₂	HCl	HClO	NaOH	(C₂H₅O⁻, Na⁺)
C mol.L⁻¹			7,5.10 ⁻²		1.10 ⁻⁴
pH	11,7	1,3	4,3	12,78	10
pK_a	10,6				

QCM 1 : Parmi les propositions suivantes, laquelle est fautive ?

A/ Dans une solution basique, $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$.

B/ Dans une solution acide, $K_e = 10^{-14}$ à 25°C.

C/ Le pH d'une solution acide augmente avec la dilution.

D/ A 37°C, $K_e = 2,4 \cdot 10^{-14}$; le pH d'une solution neutre est de 6,8 à cette température.

E/ En solution aqueuse, l'ion C₂H₅O⁻ est une base forte au même niveau que NaOH.

F/ Aucune réponse fautive

QCM 2 : La Concentration molaire de NaOH est égale :

A/ 0,05	B/ 0,055	C/ 0,055	D/ 0,021	E/ 0,06	F/autre
---------	----------	----------	----------	----------------	---------

QCM 3 : La concentration molaire de CH_3NH_2 , en mol/L, est :

A/ 0,055	B/ 0,037	C/ 0,110	D/ 0,021	E/ 0,063	F/autre
----------	----------	----------	----------	-----------------	---------

QCM 4 : HClO est un acide faible dont la valeur de la constante d'acidité K_a est :

A/ $9,810^{-7}$	B/ $1,910^{-10}$	C/ $3,35 \cdot 10^{-8}$	D/ $6,4510^{-12}$	E/ $4,8 \cdot 10^{-5}$	F/autre
-----------------	------------------	---	-------------------	------------------------	---------

Un volume $V=10$ ml de la solution CH_3NH_2 est dosé par la solution HCl .

QCM 5 : Parmi les propositions suivantes, laquelle est fautive ?

A/ Il s'agit d'un dosage de base faible par un acide fort.

B/ A la demi-équivalence, le pH est indépendant de la concentration de l'acide.

C/ A l'équivalence, le pH dépend de la concentration de l'acide.

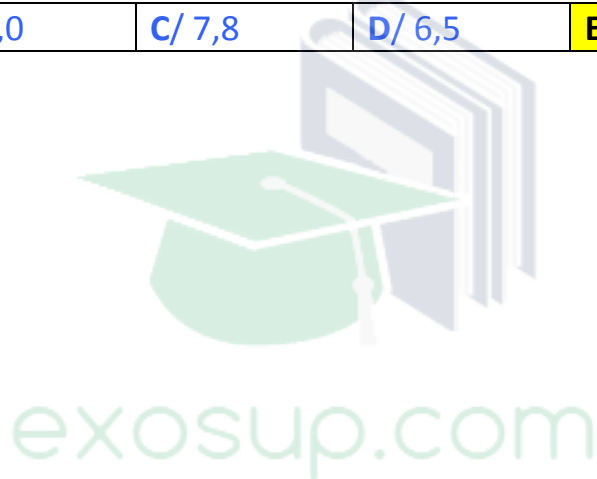
D/ A l'équivalence, le mélange est acide.

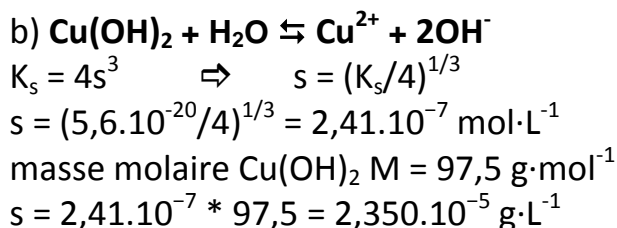
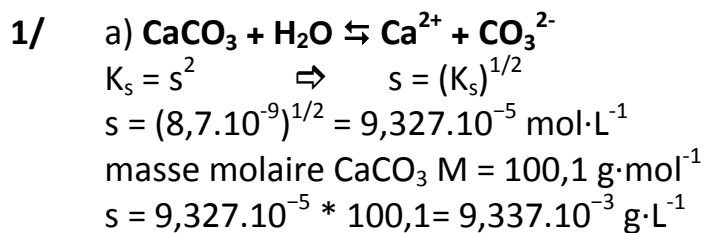
E/ Le volume d' HCl , nécessaire pour neutraliser totalement la prise d'essai, est 12,6mL.

F/ Aucune réponse fautive

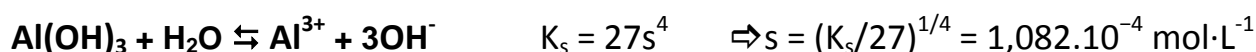
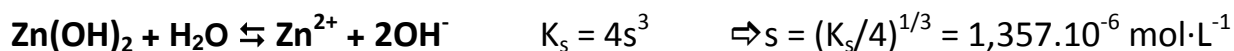
QCM 6 : Au point équivalent, le pH du mélange est égal :

A/ 5,9	B/ 7,0	C/ 7,8	D/ 6,5	E/ 6,1	F/autre
--------	--------	--------	--------	---------------	---------

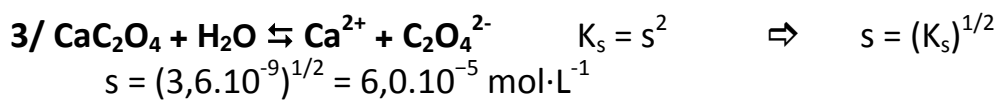




2/ Comme les deux K_s n'ont pas la même expression, il est indispensable de calculer et de comparer les solubilités.



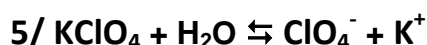
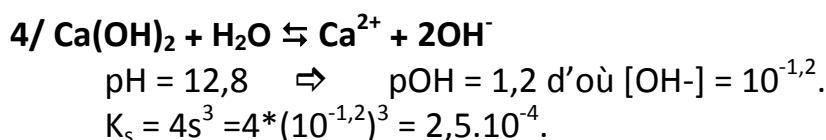
Conclusion : Al(OH)_3 est plus soluble que Zn(OH)_2 .



La masse molaire de CaC_2O_4 est égale $128 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

D'où $s = 6,0 \cdot 10^{-5} * 128 = 7,686 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

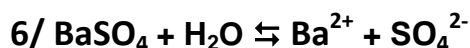
Pour dissoudre $0,384 \text{ g}$ d'oxalate de calcium il faut $0,384 / (7,686 \cdot 10^{-3}) = 50 \text{ L}$



a) Lorsqu'on ajoute l'acide HClO_4 , la concentration $[\text{ClO}_4^-]$ augmente, ce qui entraîne la précipitation de KClO_4 .

b) De même, si la concentration de K^+ augmente, KClO_4 va précipiter.

c) Il n'y a pas d'ion commun. Donc le nitrate d'ammonium n'aura aucun effet sur la solubilité de KClO_4 .



a) Dans la solution de chlorure de baryum $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{Ba}^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$K_s = s * (0,01 + s)$ comme $s \ll 0,01 \quad \Leftrightarrow \quad K_s = s * 0,01$

d'où $s = K_s / 0,01 = 10^{-10} / 0,01 = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b) Dans la solution de sulfate de sodium $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

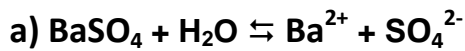
$K_s = s * (0,1 + s)$ comme $s \ll 0,1 \quad \Leftrightarrow \quad K_s = s * 0,1$

$$d'o\grave{u} s = K_s/0,1 = 10^{-10}/0,01 = 10^{-9} \text{ molL}^{-1}$$

$$M_{\text{BaSO}_4} = 233,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$s = 10^{-9} * 233,4 = 2,334 \cdot 10^{-7} \text{ gL}^{-1}$$

7/ Pour savoir s'il ya pr\u00e9cipitation, on calcule le quotient r\u00e9actionnel Q_s \u00e0 l'instant du m\u00e9lange et on le compare avec le K_s



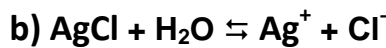
$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,02 * 100 / (100 + 100) = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 4 \cdot 10^{-4} * 100 / (100 + 100) = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$Q_s = [\text{Ca}^{2+}] * [\text{SO}_4^{2-}] = 2 \cdot 10^{-6} < K_s(\text{CaSO}_4) = 2 \cdot 10^{-5}$$

$Q_s < K_s$, donc il n'y a pas de pr\u00e9cipit\u00e9.

La solution n'est pas satur\u00e9e en sulfate de calcium.

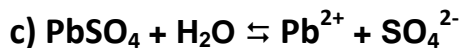


$$[\text{Ag}^+] = 6 \cdot 10^{-4} * 100 / (100 + 200) = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 9 \cdot 10^{-3} * 200 / (100 + 300) = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$Q_s = [\text{Ag}^+] * [\text{Cl}^-] = 12 \cdot 10^{-8} > K_s(\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

$Q_s > K_s$, donc il y a pr\u00e9cipitation du chlorure d'argent.

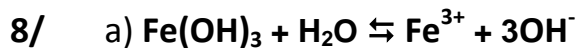


$$[\text{Pb}^{2+}] = 1,6 \cdot 10^{-3} * 250 / (250 + 750) = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2,4 \cdot 10^{-3} * 750 / (250 + 750) = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$Q_s = [\text{Pb}^{2+}] * [\text{SO}_4^{2-}] = 6,9 \cdot 10^{-7} > K_s(\text{PbSO}_4) = 2 \cdot 10^{-8}$$

$Q_s > K_s$, donc il y a un pr\u00e9cipit\u00e9 de sulfate de plomb

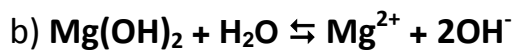


$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 = 4 \cdot 10^{-40}$$

$$[\text{OH}^-] = (K_s / [\text{Fe}^{3+}])^{1/3} = (4 \cdot 10^{-40} / 3 \cdot 10^{-5})^{1/3} = 2,37 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

On peut calculer le pOH puis le pH :

$$\text{pOH} = 11,63 \Rightarrow \quad \mathbf{\text{pH} = 2,37}$$



$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 1 \cdot 10^{-11}$$

$$[\text{OH}^-] = (K_s / [\text{Mg}^{2+}])^{1/2} = (4 \cdot 10^{-40} / 3 \cdot 10^{-5})^{1/2} = 5,77 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

On peut calculer le pOH puis le pH :

$$\text{pOH} = 3,24 \Rightarrow \quad \mathbf{\text{pH} = 10,76}$$

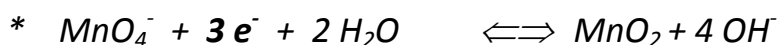
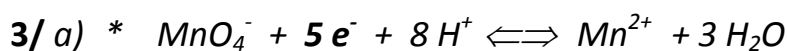
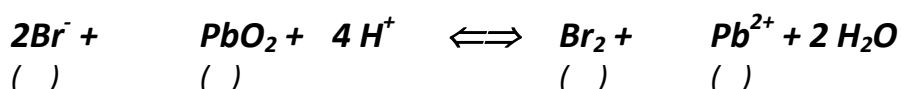
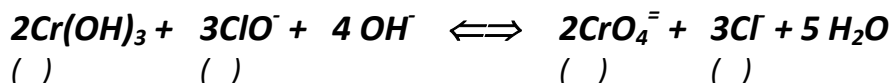
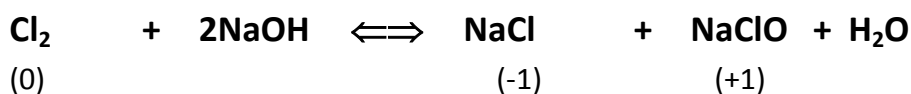
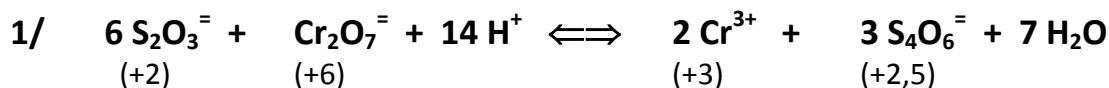
c) Lorsqu'on augmente le pH, l'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3$ pr\u00e9cipite en premier, \u00e0 pH = 2,37. L'hydroxyde de magn\u00e9sium pr\u00e9cipite plus tard, \u00e0 pH = 10,76.

d) La concentration r\u00e9siduelle en Fe^{3+} se calcule pour le pH o\u00f9 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ commence \u00e0 pr\u00e9cipiter, c'est-\u00e0-dire pH = 10,76, donc pour $[\text{OH}^-] = 5,77 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 = 4 \cdot 10^{-40}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = K_s / [\text{OH}^-]^3 = 4 \cdot 10^{-40} / (5,77 \cdot 10^{-4})^3 = \mathbf{2,08 \cdot 10^{-30} \text{ mol/L}}$$

Réactions d'oxydoréductions

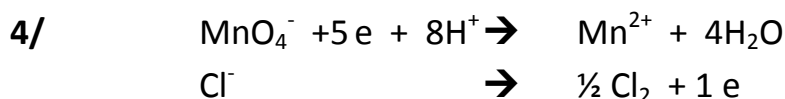


b) La molarité de la solution de KMnO_4 $M = 3,16/158 = 0,02 \text{ mol/l}$.

Alors que la normalité dépend de la réaction mise en jeu

* En milieu acide $N = 5.M = 0,1\text{N}$

* En milieu basique $N = 3.M = 0,06 \text{ N}$



	MnO_4^-	+ 5 Cl^-	+ 8 H^+	\rightarrow	5/2 Cl_2	+ Mn^{2+}	+ 4 H_2O
t_0	0,158	5*0,158	8*0,158				
t_f	0	0	0		5/2 * 0,158	0,158	4*0,158

ou bien

	KMnO_4	+ 8 HCl	\rightarrow	5/2 Cl_2	+ MnCl_2	KCl	+ 4 H_2O
t_0	0,158	8*0,158					
t_f	0	0		5/2 * 0,158	0,158	0,158	4*0,158

a- le volume de la solution HCl 12 M utilisé :

$$V = n_{\text{HCl}} \cdot M = 8 * 0,158 * 12 = 0,105 \text{ litre}$$

b- le volume du gaz Cl_2 produit :

$$V = n_{\text{Cl}_2} V_{\text{molaire}} = 5/2 * 0,158 * 22,4 = 8,86 \text{ litres}$$

c- la concentration en ions Mn^{2+} (en suppose que le volume de la solution reste constant)

$$[\text{Mn}^{2+}] = n_{\text{Mn}^{2+}} / V = 0,158 / 0,105 = 1,5 \text{ M}$$

7/

	Fe_(s)	+ 2H⁺_(aq)	→	Fe²⁺_(aq)	+ H_{2(g)}
t₀	n ₁	2n ₁			
t_f	0	0		n ₁	n ₁

	Al_(s)	+ 3H⁺_(aq)	→	Al³⁺_(aq)	+ 3/2 H_{2(g)}
t₀	n ₂	3n ₂			
t_f	0	0		n ₂	1,5n ₂

b) $m(\text{Fe}) + m(\text{Al}) = 1,20 \quad \Rightarrow \quad n_1 \cdot 56 + n_2 \cdot 27 = 1,20$

$n(\text{H}_2) = n_1 + 1,5n_2 = 710 \cdot 10^{-3} / 24 = 0,0296$

d'où $n_1 = 0,0176$ mole et $n_2 = 0,008$ mole

donc $m(\text{Fe}) = 0,983\text{g}$ et $m(\text{Al}) = 0,217\text{g}$

c) Le volume de la solution HCl 12M utilisé :

$V = (2n_1 + 3n_2) / 12 = 5\text{ml}$.

8/. A partir des valeurs des potentiels d'oxydoréduction on peut écrire :

solution / lame	Mg ²⁺	Fe ²⁺	H ⁺	Ag ⁺
Mg		$\text{Mg} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Fe}$	$\text{Mg} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$	$\text{Mg} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Ag}$
Fe	(-)		$\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$	$\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$
Ag	(-)	(-)	(-)	

* (-) : aucune réaction.

* une oxydation du métal de la lame (dissolution de la lame) accompagné d'un dégagement d'hydrogène ou d'un dépôt métallique.

La solution contenant les ions Ag⁺ est la plus oxydante : elle oxyde toutes les lames. Celle contenant les ions Mg²⁺ est la moins oxydante : elle n'attaque aucune lame.

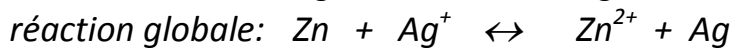
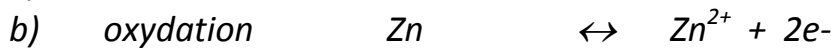
Mg est le métal le plus réducteur : réduit tous les ions des solutions proposées.

Ag est le moins réducteur.

9/ Dans l'acide nitrique HNO₃ l'oxydant c'est l'ion nitrate NO₃⁻. Comme sa valeur de potentiel redox E°NO₃⁻/NO = + 0,96 V est supérieure à E°Zn²⁺/Zn et à E°Cu²⁺/Cu, les deux métaux sont attaqués avec un dégagement de NO.

10/

a)



c) ddp : fem = $\Delta E = E^+ - E^- = \Delta E^0 + 0,06/2 \log([Ag^+]^2/[Zn^{2+}])$
 $\Delta E = 1,53 V$

d) A l'équilibre $\Rightarrow \Delta E = 0$ et $([Zn^{2+}]/[Ag^+]^2) = K$
 $\Rightarrow K = 10^{52}$ donc la réaction peut être considérée comme totale
 $\Rightarrow [Ag^+] \text{ tend vers } 0 \text{ et } [Zn^{2+}] \text{ tend vers } 0,15M$

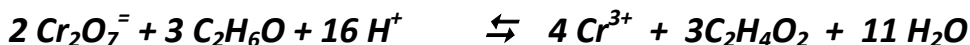
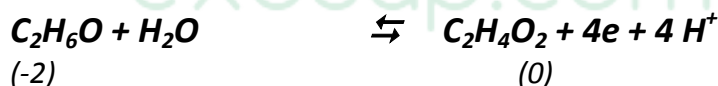
Examen 1

1) Degré d'oxydation des éléments :

$Cr_2O_7^{2-}$	CrO_4^{2-}	Cr^{3+}	$Cr(OH)_3$	Cr	H_2O
DO(Cr) = +6	DO(Cr) = +6	DO(Cr) = +3	DO(Cr) = +3	DO(Cr) = 0	DO(H) = +1
C_2H_6O	$C_2H_4O_2$	$C_2H_3O_2Na$	H_2	H_2O	H_2O_2
DO(C) = 2	DO(C) = 0	DO(C) = 3	DO(H) = 0	DO(O) = -2	DO(O) = -1

2) Les couples ox/red : $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$, H^+/H_2 , H_2O_2/H_2O , $C_2H_4O_2/C_2H_6O$.

3) Les demi-réactions associées aux couples correspondants et la réaction globale.



4) le titre de la solution d'éthanol

$$\text{Normalité éthanol } N = 0,1 * 12 / 20 = 0,06 N$$

$$\text{Molarité éthanol } M = 0,06 / 4 = 0,015 M$$

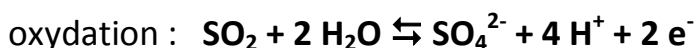
$$\text{Concentration massique } C_{mass} = 0,015 * 46 = 0,69 \text{ gL}^{-1}$$

Examen 2

QCM 8 : Parmi les propositions suivantes laquelle est exacte ?

A/ Dans la molécule SO_4^{2-} : DO(S) = +6.

B/ Dans l'équation de réaction globale d'oxydoréduction, les coefficients stœchiométriques de SO_4^{2-} et MnO_4^- sont respectivement 5 et 2.



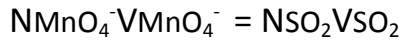


C/ L'oxydant est MnO_4^- .

D/ Le réducteur est SO_2

E/ La réaction d'oxydation correspond à une **perte d'électrons**.

QCM 9 : La Normalité en SO_2 de la solution analysée **N** est :



$$N_{\text{MnO}_4^-} = 5 \cdot 10^{-4} \text{N} \quad \Rightarrow \quad N_{\text{SO}_2} = 5 \cdot 10^{-4} * 4,7 / 10 = 2,35 \cdot 10^{-4} \text{N}$$

$$\text{D'où la concentration molaire } C_{\text{SO}_2} = N_{\text{SO}_2} / 2 = 1,175 \text{ mol.L}^{-1}$$

Examen 3

QCM 15 :

A/ L'oxydation correspond à une **perte d'électrons**.

B/ Un réducteur est une espèce chimique capable de **libérer un ou plusieurs électrons**

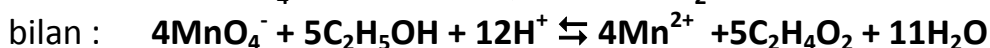
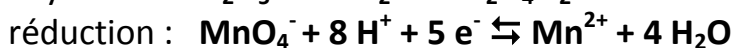
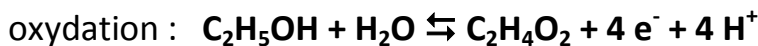
C/ Dans l'écriture d'une demi-équation d'oxydoréduction d'un couple, l'oxydant est toujours du côté des électrons.

D/ Une espèce chimique peut être à la fois réducteur dans un couple et oxydante dans un autre.

E/ La réduction correspond à **une réduction du degré d'oxydation**.

F/ L'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ est **le réducteur** dans cette réaction de dosage.

QCM 16 :



La relation d'équivalence : $N_{\text{MnO}_4^-} \cdot V_{\text{MnO}_4^-} = N_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$

devient $5C_{\text{MnO}_4^-} \cdot V_{\text{MnO}_4^-} = 4C_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$

QCM 17 : $C_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,435 \text{ mol/L}$

QCM 18 : $C_{\text{mass}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 0,435 * 46 = 20,0 \text{ g/L}$